UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES
= TETOUAN =

ANNEE: 2014/2015
Filière S.M.C.P.

Contrôle de Chimie des Solutions
Durée 1h 30min

EXERCICE I (8 points):

Remarque : Les parties I, II et III sont indépendantes.

I. On dissout 10^{-2} moles de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) dans un litre d'eau, on obtient la solution A.

1- Ecrire la réaction de dissociation de NH_4Cl.

2- Quelle est la nature de cette solution ? Justifier votre réponse.

3- Calculer le pH de la solution.

II. Soit une solution aqueuse B contenant 10^{-2} mol/l d'ammoniac (NH_3).

1- Ecrire la réaction en solution.

2- Calculer le pH correspondant.

III. On mélange V_1 = 40 ml de la solution A et V_2 = 60 ml de la solution B, on obtient la solution C.

1- Calculer la concentration de NH_4^+ et de NH_3 dans la solution C.

2- Ecrire la réaction chimique qui a lieu.

3- Calculer le pH de la solution C.

Données : $pK_A(NH_4^+/NH_3) = 9,2$; T= 25°C.

EXERCICE II (6 points) :

On considère 100 ml d'une solution saturée de chlorure d'argent AgCl dont $pK_S = 9,8$ à 25°C.

1- Ecrire la réaction de dissociation de AgCl et calculer sa solubilité.

A cette solution, on ajoute 2.10^{-4} moles de chlorure de plomb $PbCl_2$ solide.

2- Ecrire la réaction de dissolution de $PbCl_2$.

3- Calculer la nouvelle concentration des ions chlorures en solution ?

4- Comment varie la solubilité de AgCl ? Justifier.

5- Déterminer la nouvelle valeur de la solubilité du chlorure d'argent.

EXERCICE III (6 points):

L'acide chlorhydrique (HCl) attaque le zinc métallique avec un dégagement d'hydrogène.

On fait réagir 5 g de zinc sur 50 ml d'acide chlorhydrique 0,1 mol/l.

1- Ecrire l'équation des demi-réactions et de la réaction globale correspondante.

2- Calculer en fin de réaction la concentration des ions Zn^{2+} en solution.

3- En déduire la masse de Zn qui a réagit.

Données : $E°(H^+/H_2) = 0$ V ; $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$ V/ENH ; $M(Zn) = 65,4$ g/mol

Correction du contrôle de chimie de solution

Ex :

I. Quest 1 : Réact de dissolut du sel

NH_4Cl est un sel d'acide fort et de base faible il se dissocie dans l'eau selon la réact :

$$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

Quest 2 : Nature de la solut

Cl^- est un ion indifférent d'où la solution obtenue est une solut d'acide faible NH_4^+.

Justification :

Pour démontrer que NH_4^+ est un acide faible on

Calcule : $pK_a + \log C = 9,2 + \log 10^{-2} = 7,2 > 1$.

d'où NH_4^+ est un acide faible.

Quest 3 : Calcul du pH de la solut

On a une solut d'acide faible :

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

d'où $\boxed{pH = \frac{1}{2}(pK_A - \log C)}$

$pH = \frac{1}{2}(9,2 - \log 10^{-2}) \Rightarrow \boxed{pH = 5,6}$

II - $B = NH_3$, $[NH_3] = 10^{-2}$ M.

Quest 1 : Réact d'équilibre

NH_3 est une base faible, elle se dissout ds l'eau selon la réaction

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Quest 2 : pH de la solut basique

$$pOH = -\log [OH^-)$$

Pour une base faible $\boxed{pOH = \frac{1}{2}(pK_B - \log c_b)}$

d'autre part on a : $pH + pOH = pK_e$

A 25°C $pK_e = 14$ d'où $pH = 14 - pOH$

$$\Rightarrow \boxed{pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_B - \log c_b)}$$

$pK_B + pK_A = pK_e = 14 \Rightarrow pK_B = 14 - pK_A$.

$$\Rightarrow pH = 14 - \frac{1}{2}(14 - pK_A - \log c_b)$$

$$\Rightarrow \boxed{pH = 7 + \frac{1}{2} pK_A + \frac{1}{2} \log c_b}$$

AN : $pH = 7 + \frac{1}{2}(9,2) + \frac{1}{2} \log 10^{-2}$

$$\boxed{pH = 10,6}$$

III - Mélange de NH_4^+ et NH_3

Quest 1 : Calcul de la $[NH_4^+)$ et $[NH_3]$

* Calcul de $[NH_4^+]$:

$$[NH_4^+] = \frac{n_a}{V_T} = \frac{C_a V_a}{V_T}$$

$$[NH_4^+] = \frac{40 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [NH_4^+] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

* Calcul de $[NH_3]$

$$[NH_3] = \frac{n_b}{V_T} = \frac{C_b V_b}{V_T}$$

A.N : $[NH_3] = \frac{60 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-2}}{10 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [NH_3] = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

Quest 2 :

Le mélange est constitué de : NH_4^+, NH_3, H_2O et Cl^-

On a donc un équilibre entre la base NH_3 et son acide conjugué NH_4^+.

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$6 \cdot 10^{-3}$ M $\qquad\qquad$ $4 \cdot 10^{-3}$ M

ou bien $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

Quest 3 : pH de la solut C

L'équilibre précédent est caractérisé par :

$$K_B = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \quad \text{ou bien} \quad K_A = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

d'autre part :

$$K_B \cdot K_A = K_e \quad \text{et} \quad [H_3O^+][OH^-] = K_e$$

$$K_B = \frac{K_e}{K_B} \qquad [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

d'où : $K_A = \dfrac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$

$$\Rightarrow \boxed{pH = pK_A + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}}$$

A.N : $pH = 9,2 + \log \dfrac{6.\cancel{10^{-3}}}{4.\cancel{10^{-3}}}$

$$\boxed{pH = 9,37}$$

Exercice 1 : Solubilité

Quest 1 : Réact de dissolut de AgCl

$$\underset{S}{AgCl(s)} \rightleftharpoons \underset{S}{Ag^+(aq)} + \underset{S}{Cl^-(aq)}$$

* calcul de S :

$$K_s = [Ag^+][Cl^-]$$

or $[Ag^+] = [Cl^-] = S$

$\Rightarrow K_s = S^2 \Rightarrow S = (K_s)^{1/2}$

d'autre part $pK_s = -\log K_s \Rightarrow K_s = 10^{-pK_s}$

$$\Rightarrow \boxed{S = \left(10^{-pK_s}\right)^{1/2}}$$

A.N. $S = \left(10^{-9,8}\right)^{1/2} \Rightarrow \boxed{S = 1,26\ 10^{-5}\ mol/l}$

Quest 2 Réact de dissolut de $PbCl_2$.

$$PbCl_2(s) \longrightarrow Pb^{2+} + 2Cl^-$$

$n = 2.10^{-4}$ mol | 0 | 0

n | $n'_{Cl^-} = 2n = 4.10^{-4}$ mol

Quest 3 : Concentrat des ions Cl^- dans la solut

La concentrat de Cl^- est la Σ des concentrat des ion Cl^- provenant de $AgCl$ et celle provenant de $PbCl_2$.

Pb^{2+}	Cl^-
Ag^+	Cl^-

$$[Cl^-]_{Tot} = [Cl^-]_{AgCl} + [Cl^-]_{PbCl_2} = S + \frac{2.n_{PbCl_2}}{V_{AgCl}}$$

$$[Cl^-]_{Tot} = S + \frac{4.10^{-4}}{100.10^{-3}}$$

$$[Cl^-]_{Tot} = 1,26.10^{-7} + 4.10^{-3}$$

$$[Cl^-]_{Tot} = 4,01.10^{-3} \text{ mol/l}$$

Quest 4 : Variat de la solubilité de $AgCl$

$$AgCl(s) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

S | S | $S + 4.10^{-3}$

Quand on ajoute $PbCl_2$ à la solut $AgCl$, la concentrat de Cl^- augmente d'où d'après la loi

d'action de masse, l'équilibre se déplace dans le sens de ↓ de la qté ajouté ⇒ l'équilib se déplace dans le sens 2 ⇒ la solubilité de AgCl ↓.

Quest 5 : Calcul de la nouvelle valeur de s

soit s' la nouvelle valeur de la solubilité

on a : $K_s = [Ag^+][Cl^-]$.

$K_s = s' \cdot (s + 4\,10^{-3})$

$K_s = s' \cdot 4,01 \cdot 10^{-3}$

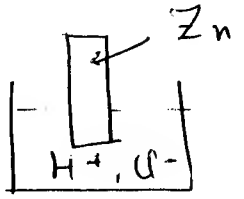
$s' = \dfrac{K_s}{4,01 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow s' = \dfrac{10^{-9,8}}{4,01 \cdot 10^{-3}}$

$\boxed{s' = 3,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}}$

Exercice III

Quest 1

En comparant les potent standard



$E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} < E^\circ_{H^+/H_2} \Rightarrow$ Zn subit une Réact d'Oxydat

H+ " " ½ " de Réduct

* ½ Réact d'oxydat

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

* ½ Réact de Réduct

$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$$

* Réact bilan

$$Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$$

Quest 2 / Calcul de $[Zn^{2+}]$

$[HCl] = 10^{-1}\ M$, $V = 50.10^{-3}\ L$.

$$Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$$

$t=0$	$n_{i,H^+} =$	0	
t_f	$n_{f,H^+} = n_{i,H^+} - 2x$	x	

$$n_{i,H^+} = C_a V_a = 10^{-1} \cdot 50.10^{-3} \Rightarrow \boxed{n_{i,H^+} = 5\,10^{-3}\ mol}$$

La réact prend fin qd H^+ est complètement consommé

$$\Rightarrow n_{f,H^+} = n_{i,H^+} - 2x = 0 \Rightarrow \boxed{x = \frac{n_{i,H^+}}{2}}$$

$$\boxed{x = \frac{5\,10^{-3}}{2} = 2,5\,10^{-3}\ mol}$$

d'après la réaction bilan on a

$n_{Zn^{2+}} = X = 2,5\ 10^{-3}$ mol.

$\Rightarrow$ $\boxed{[Zn^{2+}] = \dfrac{n_{Zn^{2+}}}{V} = \dfrac{X}{V}}$

A.N

$[Zn^{2+}] = \dfrac{2,5\ 10^{-3}}{50.10^{-3}}$ $\Rightarrow$ $\boxed{[Zn^{2+}] = 5\ 10^{-2}\ mol/l}$

Quest 3 : Calcul de la masse de Zn oxydé

Le nbre de mol de Zn oxydé = nbre de mol de Zn^{2+} formé.

$\Rightarrow$ $n_{Zn,oxyd} = X = 2,5\ 10^{-3}$ mol.

d'autre part $n_{Zn,oxyd} = \dfrac{m}{M_{Zn}} = X$

$\Rightarrow$ $\boxed{m_{pend} = n_{Zn,oxyd} \cdot M_{Zn}}$

$m_{pend} = 2,5.10^{-3}.65$

$\boxed{m_{pend} = 0,162\ g}$